



## Trabajo Práctico de Química Aplicada

### Tema: LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

Docente: Espejo Paula

Curso: 5°A

#### **A tener en cuenta:**

- ✓ El trabajo puede ser en parejas o individual
- ✓ Presentar un solo trabajo por grupo
- ✓ Presentar con caratula (nombre del colegio, materia, integrantes, curso, año)
- ✓ Presentar en un folio
- ✓ Presentar con las consignas
- ✓ Puede ser en computadora o a mano
- ✓ Fecha máxima de presentación lunes 04 de septiembre

#### **LEYES DE LA COMBINACION QUÍMICA O LEYES PONDERALES.**

Las leyes ponderales o de las combinaciones químicas son las que rigen la proporción en masa y en volumen para formar compuestos. Para determinar dichas proporciones se llevan a cabo los llamados cálculos estequiométricos. La estequiometría, por tanto, trata de la composición de las sustancias en masa y en volumen, es decir, de las relaciones de combinación química.

Las tres leyes Ponderales son:

- 1.- Ley de la Conservación de la materia.
- 2.- Ley de las Proporciones definidas o Ley de Proust.
- 3.- Ley de las Proporciones múltiples o Ley de Dalton.

#### **LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.**

Antonio Lorenzo Lavoisier estableció experimentalmente esta ley: En toda reacción química, la masa total permanece constante antes y después de la reacción. Dicho de otro modo, la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. Esto lo constatamos al ver que la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma en masa de los productos.  $\text{masas reactantes} = \text{masa productos}$

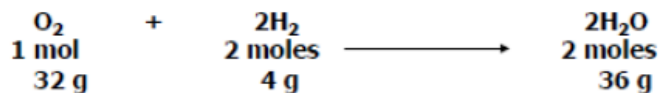
#### **PROPORCIONES DEFINIDAS O LEY DE PROUST.**

Cuando un elemento se une a otro para formar un compuesto, lo hace siempre en una proporción fija e invariable, que no se modifica por exceso de alguno de ellos. Esto mismo lo podemos expresar diciendo que todo compuesto químico contiene siempre la misma proporción de cada uno de sus constituyentes.

Por ejemplo: 32 gramos de oxígeno se combinan con 4 gramos de hidrógeno para formar 36 gramos del compuesto llamado agua. Si efectivamente esa es la proporción en masa, se puede representar así:

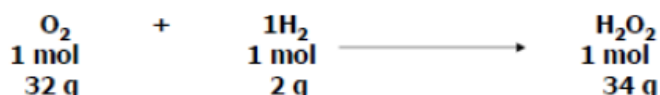
Siempre van a reaccionar estas cantidades independientemente de que una de ellas o las dos se encuentren en exceso o proporciones diferentes. La proporción en moles de ambos reactivos es 1:2, es decir, 1 mol de

oxígeno por dos moles de hidrógeno, para producir dos moles de agua. Esta proporción es fija independientemente del origen o de las condiciones en que se dé la reacción.



### LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES O DE DALTON.

Al explicar la Ley de Proust, la ilustramos con en el ejemplo del agua, en la que la proporción oxígeno e hidrógeno es 1:2. Pues bien, el hidrógeno y el oxígeno también forman otro compuesto llamado peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, solamente que en éste la relación de hidrógeno y oxígeno es de 1:1. Esto se explica mediante la siguiente reacción:




Mientras que la relación de moles es 1:1. Esto según Dalton se explica a través del siguiente enunciado: “Al combinarse un elemento con otro para formar un compuesto, puede hacerlo en diferentes proporciones, dando origen a varios compuestos que guardan una relación sencilla en números enteros, generalmente múltiplos el uno del otro”. Es decir, en relación de 1:1, 1:2, 2:1, 2:3, etcétera.

A continuación, se muestran algunos ejemplos de esta ley:

| Nombre del Compuesto   | Fórmula                       | Masa de uno de los elementos | Masa del elemento que varía | Relación en moles |
|------------------------|-------------------------------|------------------------------|-----------------------------|-------------------|
| Óxido nitroso          | N <sub>2</sub> O              | 28,00                        | 16=(1X16)                   | 2:1               |
| Óxido nítrico          | N <sub>2</sub> O <sub>2</sub> | 28,00                        | 32=(2X16)                   | 2:2               |
| Trióxido de nitrógeno  | N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | 28,00                        | 48=(3X16)                   | 2:3               |
| Tetróxido de nitrógeno | N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> | 28,00                        | 64=(4X16)                   | 2:4               |
| Pentóxido de nitrógeno | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | 28,00                        | 80=(5X16)                   | 2:5               |


### NUMERO DE AVOGADRO: CONCEPTO DE MOL

Cuando tomamos una muestra pequeña de alguna sustancia y medimos su masa en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales debido a que la masa de un átomo es sumamente pequeña. Para evitar este dilema, se introduce la unidad de medida conocida como mol. De acuerdo con el Sistema Internacional de Unidades, un mol es la cantidad de sustancia que contiene 6,022 · 10<sup>23</sup> entidades elementales, ya sean átomos, moléculas o iones.



1 átomo de C = 12 u
1 mol de C = 12 g

1 mol de C = 6,022 · 10<sup>23</sup> átomos de carbono



1 molécula de CO<sub>2</sub> = 44 u
1 mol de CO<sub>2</sub> = 44 g

1 mol de CO<sub>2</sub> = 6,022 · 10<sup>23</sup> moléculas de CO<sub>2</sub>

En un elemento químico, por ejemplo, el carbono (figura 1), la cantidad de entidades elementales tendrá una masa que es equivalente a la masa atómica pero expresada en gramos. En el caso de una molécula como el dióxido de carbono (figura 2), la masa de un mol es idéntica a su masa molar expresada en gramos.

Al valor  $6,022 \cdot 10^{23}$  se le conoce como número de Avogadro ( $N_A$ ) en honor al químico italiano Amadeo Avogadro, quien descubrió que volúmenes iguales de gases diferentes, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contenían igual número de moléculas (ley de Avogadro).

### ¿CÓMO CALCULAR LA CANTIDAD DE SUSTANCIA?

Para determinar cuántos moles de moléculas o de átomos se encuentran en una sustancia dada, aplicamos la siguiente expresión:

A continuación, calcularemos la cantidad de sustancia a través de un ejemplo concreto:

¿Cuántos moles de cloruro de sodio (NaCl) hay en 50 g de este compuesto? ( $\text{NaCl} = 58,5 \text{ g mol}^{-1}$ ).

La masa de la muestra es 50 g y la masa molar,  $58,5 \text{ g mol}^{-1}$ .

Remplazamos estos datos en la expresión:

Entonces, en 50 g de NaCl existen 0,85 moles.

Diagrama de la fórmula  $n = \frac{m}{M}$  con flechas explicativas:

- Una flecha apunta desde el texto "cantidad de la sustancia (mol)" hacia el símbolo  $n$ .
- Una flecha apunta desde el texto "masa de la sustancia (g)" hacia el símbolo  $m$ .
- Una flecha apunta desde el texto "masa molar de la sustancia ( $\text{g mol}^{-1}$ )" hacia el símbolo  $M$ .

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{58,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,85 \text{ mol}$$

Es útil recordar la relación que existe entre número de mol ( $n$ ), masa en gramos ( $m$ ) y masa molar ( $MM$ ):

$$n = \frac{m}{MM}$$

Que también se puede expresar como:

$$m = n \cdot MM$$

**ACTIVIDADES:****1. MARCA LA OPCIÓN CORRECTA**

La siguiente tabla muestra las masas de Cl y O contenidas en un mol de cuatro compuestos distintos:

| Producto                | Masa de cloro (g) | Masa de oxígeno (g) |
|-------------------------|-------------------|---------------------|
| $\text{Cl}_2\text{O}$   | 71                | 16                  |
| $\text{Cl}_2\text{O}_3$ | 71                | 48                  |
| $\text{Cl}_2\text{O}_5$ | 71                | 80                  |
| $\text{Cl}_2\text{O}_7$ | 71                | 112                 |

Estos datos permiten corroborar la ley de:

- A. Conservación de la masa
- B. Proporciones definidas
- C. Proust
- D. Lavoisier
- E. Dalton

Explique la ley que eligió

**2. RESUELVE (CON TODOS LOS CALCULOS NECESARIOS) Y LUEGO MARCA LA OPCIÓN CORRECTA:**

Si la masa molar del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) es de 98 g/mol, ¿cuántos moles hay en 294 gramos de ácido sulfúrico?

- A. 3,0 mol
- B. 2,5 mol
- C. 2,0 mol
- D. 0,8 mol
- E. 0,4 mol

La masa molar del ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) es de 60 g/mol ¿Qué masa de ácido se encuentra contenida en 3 moles de esa sustancia?

- A. 0,15 g
- B. 20,00 g
- C. 40,00g
- D. 60,00 g
- E. 180,00 g